Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Максимов Алексей Борисович
Должность: директор департамента по образовательной политике
Дата подписания: 08.07.2024 10:25:49
Уникальный программный ключ:
8db180d1a3f02ac9e60521a5672742735c18b1d6

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет химической технологии и биотехнологии

УТВЕРЖДАЮ
Декан
/ А.С. Соколов /
«15» февраля 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки

18.05.01 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий»

Образовательная программа (профиль подготовки)

«Автоматизированное производство химических предприятий»

Квалификация (степень) выпускника

Инженер

Форма обучения

Очная

Москва, 2024 г.

Разработчик:

к.х.н., доцент  И.В. Артамонова

Согласовано:

Заведующий кафедрой «Аппаратурное оформление и автоматизация технологических производств имени профессора М.Б. Генералова»

к.т.н.  /А.С. Кирсанов/

Содержание

1	Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине	4
2	Место дисциплины в структуре образовательной программы	6
3	Структура и содержание дисциплины	6
3.1	Виды учебной работы и трудоемкость	6
3.2	Тематический план изучения дисциплины	6
3.3	Содержание дисциплины	6
3.4	Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий	12
3.5	Тематика курсовых проектов (курсовых работ)	12
4	Учебно-методическое и информационное обеспечение	12
4.1	Основная литература	12
4.2	Дополнительная литература	12
4.3	Электронные образовательные ресурсы	12
5	Материально-техническое обеспечение	13
6	Методические рекомендации	13
6.1	Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения	13
6.2	Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины	14
	Фонд оценочных средств	19
1	Методы контроля и оценивания результатов обучения	19
2	Шкала и критерии оценивания результатов обучения	19
3	Оценочные средства	20

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине

Целью освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является формирование у студентов химической подготовки по вопросам, связанным с применением основных химических законов, закономерностей протекания химических реакций для решения конкретных практических задач в области автоматизированного производства химических предприятий.

Задачи дисциплины:

Создание теоретической базы для освоения последующих дисциплин, в которых рассматриваются свойства простых и сложных веществ, а также методы их получения и исследования для наиболее эффективного использования в области автоматизированного производства химических предприятий.

Обучение по дисциплине «Общая и неорганическая химия» направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование компетенций	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-1. Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач профессиональной деятельности	ИОПК-1.1 Знает основы дифференциального и интегрального исчисления, дифференциальных уравнений, теории вероятностей и математической статистики. ИОПК-1.2 Знает технические и программные средства реализации информационных технологий, основы работы в локальных и глобальных сетях, типовые численные методы решения математических задач и алгоритмы их реализации. ИОПК-1.3 Знает теоретические основы общей и неорганической химии и понимать принципы строения вещества и протекания химических процессов; ИОПК-1.4 Знает основные понятия и соотношения термодинамики поверхностных явлений, основные свойства дисперсных систем. ИОПК-1.5 Умеет работать в качестве пользователя персонального компьютера, использовать численные методы для решения математических задач, использовать языки и системы программирования для решения профессиональных задач. ИОПК-1.6 Умеет решать типовые задачи, связанные, связанные с основными разделами физики, использовать физические законы при анализе и решении проблем профессиональной деятельности. ИОПК-1.7 Умеет выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ. ИОПК-1.8 Умеет проводить расчеты с использованием основных соотношений термодинамики поверхностных явлений и расчеты основных характеристик дисперсных систем. ОПК-1.9 Владеет основами фундаментальных математических теорий и навыками использования

	математического аппарата; методами статистической обработки информации.
ОПК-2. Способен использовать современное технологическое и аналитическое оборудование при проведении научного и технологического эксперимента, проводить обработку и анализ полученных результатов	ИОПК-2.1 Знает основы теории переноса импульса, тепла и массы; принципы физического моделирования химико-технологических процессов; основные уравнения движения жидкостей; основы теории теплопередачи; основы теории массопередачи в системах со свободной и неподвижной границей раздела фаз; типовые процессы химической технологии, соответствующие аппараты и методы их расчета. ИОПК-2.2 Знает методы построения эмпирических (статистических) и физико-химических (теоретических) моделей химико-технологических процессов. ИОПК-2.3 Знает методы оптимизации химико-технологических процессов с применением эмпирических и/или физико-химических моделей. ИОПК-2.4 Знает основные принципы организации химического производства, его иерархической структуры; общие закономерности химических процессов; основные химические производства. ИОПК-2.5 Знает основы теории процесса в химическом реакторе, методологию исследования взаимодействия процессов химических превращений и явлений переноса на всех масштабных уровнях, методику выбора реактора и расчета процесса в нем; основные реакционные процессы и реакторы химической и нефтехимической технологии. ИОПК-2.6 Умеет определять характер движения жидкостей и газов; основные характеристики процессов тепло- и массопередачи; рассчитывать параметры и выбирать аппаратуру для конкретного химико-технологического процесса. ИОПК-2.7 Умеет рассчитывать основные характеристики химического процесса, выбирать рациональную схему производства заданного продукта, оценивать технологическую эффективность производства. ИОПК-2.8 Умеет выбрать тип реактора и рассчитать технологические параметры для заданного процесса; определить параметры наилучшей организации процесса в химическом реакторе. ИОПК-2.9 Умеет определять основные статические и динамические характеристики объектов; выбирать рациональную систему регулирования технологического процесса; выбирать конкретные типы приборов для диагностики химико-технологического процесса.

	ИОПК-2.10 Умеет применять методы вычислительной математики и математической статистики для моделирования и оптимизации химико-технологических процессов. ИОПК-2.11 Владеет методами определения оптимальных и рациональных технологических режимов работы оборудования. ИОПК-2.12 Владеет методами расчета и анализа процессов в химических реакторах, определения технологических показателей процесса; методами выбора химических реакторов. ИОПК-2.13 Владеет методами управления химико-технологическими системами и методами регулирования.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части, формируемой участниками образовательных отношений блока Б1 «Дисциплины (модули)».

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» логически связана с последующими дисциплинами: «Органическая химия», «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа», «Физическая химия», «Химические реакторы», «Химическое сопротивление материалов и защита от коррозии».

3. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зачетных единиц (324 часа).

Изучается на 1 и 2 семестрах обучения. Форма промежуточной аттестации - экзамен.

3.1 Виды учебной работы и трудоемкость

3.1.1.Очная форма обучения

№ п/п	Вид учебной работы	Количество часов	Семестры	
			1	2
1	**Аудиторные занятия**	**104**	32	72
	В том числе:			
1.1	Лекции	34	16	18
1.2	Семинарские/практические занятия	18	-	18
1.3	Лабораторные занятия	52	16	36
2	**Самостоятельная работа**	**184**	40	144
	В том числе:			
2.1	Подготовка и защита лабораторных работ	92	20	72
2.2	Тестирование	92	20	72
3	**Промежуточная аттестация**			
	Зачет/диф.зачет/экзамен		экзамен	экзамен
	Итого	**288**	**72**	**216**

3.2 Тематический план изучения дисциплины

(по формам обучения)

Тематический план размещён в Приложении 1 к рабочей программе.

3.3 Содержание дисциплины

РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Основные законы химии

Закон сохранения материи, закон постоянства состава, закон эквивалентов. Газовые законы. Закон Авогадро, Число Авогадро, Единицы измерения атомных и молекулярных масс. Применение основных законов химии к количественным расчетам по уравнениям реакции.

Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Основы номенклатуры химических соединений.

Некоторые методы их получения, особенности химических свойств.

Тема 2. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон Д.М. Менделеева

Строение атома по Бору. Корпускулярно-волновые свойства материи. Уравнение Планка. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера и волновые функции электронов.

Квантовые числа. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Основное и возбужденное состояние атома. Орбитальное квантовое число. Энергетические подуровни. Форма атомных орбиталей. Магнитное квантовое число. Атомные орбитали. Ориентация атомных орбиталей в пространстве. Спин электрона. Спиновое квантовое число.

Правило Паули. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне, подуровне и атомной орбитали. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Правило Гунда. s-, p-, d- и f- элементы. Их расположение в периодической системе Д.И. Менделеева.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Периоды и группы. Строение периодической системы и строение электронной оболочки атома. Электронные аналоги. Валентные электроны у s-, p-,d- и f- элементов. Атомные параметры. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации (ионизационный потенциал). Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодичность в изменении атомных параметров и химических свойств элементов.

Тема 3. Химическая связь и строение вещества

Типы химической связи. Ковалентная химическая связь. Общая электронная пара. Правило октета. Метод валентных схем (ВС). Энергетическая диаграмма образования молекулы водорода. Перекрывание электронных облаков. Длина связи. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность и полярность. Дипольный момент связи. Дипольный момент молекулы. Ионная связь, как предельный случай полярной ковалентной связи. Атомные и ионные радиусы. Структура молекулы и ее зависимость от строения внешнего электронного уровня атомов. Направленность ковалентной связи. Валентные углы. Гибридизация связей. Гибридизация атомных орбиталей центрального атома типа sp, sp^2, sp^3 и структура молекул Ax_2, Ax_3, Ax_4.

Кратные связи; σ- и π- связи. Донорно-акцепторная связь. Водородная связь. Особенности металлической связи.

Тема 4. Термохимия. Основы химической термодинамики.

Энергетические эффекты процессов. Системы, состояния и функции состояния. Термодинамические параметры. Внутренняя энергия, работа, тепловой эффект химической реакции. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования сложного вещества.

Закон Гесса и следствия из него. Применение их для расчета энтальпий химических реакций и фазовых превращений.

Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ.

Скорость химической реакции. Система, фаза, компонент. Системы гомогенные и гетерогенные. Гомогенные реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние давления на скорость газовых реакций. Закон действия масс. Стадии, определяющие скорость процесса. Влияние температуры на скорость реакции.

Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа.

Гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенной реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние поверхности раздела фаз и диффузия.Катализ гомогенный и гетерогенный. Механизм действия катализаторов. Ингибиторы. Цепные и фотохимические реакции. Реакции обратимые и необратимые.

Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных реакциях. Константа равновесия. Условия смещения равновесия. Принцип Ле- Шателье.

Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация

Общая характеристика и классификация растворов. Роль растворов в природе и технике. Вода и водные растворы, неводные растворы. Определение идеального раствора.

Состав растворов. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Растворы ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные. Влияние температуры на растворимость твердого вещества и жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения.

Электролитическая диссоциация. Растворы электролитов. Теория гидратации в процессах электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации и ее зависимость от различных факторов. Сильные и слабые электролиты. Константа электролитической диссоциации слабых электролитов. Закон разведения (разбавления) Оствальда. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности; коэффициент активности. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической теории растворов. Амфотерность.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация протонов и ионов гидроксила в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Водородный показатель pH. Кислотно-основные индикаторы, pH-метры.

Реакции ионного обмена. Гидролиз.

Ионно-обменные реакции с образованием малорастворимого вещества, слабого электролита. Произведение растворимости.

Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры и концентрации на степень гидролиза. Изменение pH раствора при гидролизе.

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции

Понятие о реакциях окисления-восстановления. Степень окисления. Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Типы окислительно-восстановительных реакций. Зависимость состава продуктов окисления и восстановления от условий проведения реакции.

Электрохимические процессы

Взаимосвязь между электрохимическими и окислительно-восстановительными процессами. Гальванический элемент, гальваническая пара. Химические источники тока. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы.

Электролиз. Законы Фарадея. Последовательность восстановления катионов и окисление анионов при сложном составе электролита. Электролиз с растворимым анодом. Применение электролиза. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Ряд напряжений. Э.Д.С. гальванического элемента. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и применение их для определения возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Тема 8. Комплексные соединения

Основные положения координационной теории строения комплексных соединений. Химическая связь в комплектных соединениях. Доноры и акцепторы электронов. Зависимость координационных свойств центрального атома от строения его электронной оболочки. Лиганды. Координационное число. Номенклатура комплексных соединений.

Электролитические свойства комплексных соединений. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости.

Тема 9. Общие свойства металлов. Сплавы

Относительная распространенность металлов в природе и важнейшие виды руд. Основные методы получения металлов из руд: гидрометаллургические, пирометаллургические и электрометаллургические.

Особенности строения и физических свойств металлических материалов.

Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с неметаллами, водой, растворами кислот и щелочей. Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов.

РАЗДЕЛ 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема.1. Первая группа Периодической системы Щелочные металлы (IA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение щелочных металлов и их применение.

Особенности физических свойств. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом (оксиды, пероксиды), с водородом и другими неметаллами, с водой и растворами кислот. Гидроксиды, их свойства. Гидроксид натрия, методы его получения. Карбонат натрия, аммиачно-хлоридный способ получения. Карбонат калия. Применение соединений щелочных металлов. Калийные удобрения.

Медь, серебро, золото (IB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов из руд.

Особенности физических свойств. Химические свойства: отношение к кислороду, воде и растворам кислот. Оксиды и Гидроксиды и их свойства. Комплексные соединения. Важнейшие соли: медный купорос, галогениды серебра.

Тема 2. Вторая группа Периодической системы Бериллий, магний и щелочноземельные элементы (IIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение.

Гибридизация типа *sp*. Особенности физических свойств металлов IIA группы. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом, водородом, азотом и другими неметаллами. Взаимодействие с водой, растворами кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды и их получение. Известь гашеная и негашеная. Огнеупоры. Амфотерность оксида и гидроксида бериллия. Соли: хлориды, карбонаты, сульфаты. Гипс. Сплавы бериллия и магния. Жесткость воды и методы ее устранения.

Цинк, кадмий, ртуть (IIB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение.

Физические и химические свойства. Отношение металлов к кислороду, воде, растворам кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды. Соли: хлориды, сульфиды, сульфаты. Комплексные соединения. Сплавы цинка. Амальгамы. Цинкование и кадмирование. Токсичность ртути.

Тема 3. Третья группа Периодической системы Бор, алюминий, галлий, индий, таллий (IIIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация sp^2. Общие закономерности изменения физических и химических свойств.

Бор. Получение бора. Оксид бора, борные кислоты и их соли. Бура. Бориды и бороводороды. Применение бора и его соединений».

Алюминий. Получение металлического алюминия. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей. Алюминотермия. Термит. Оксид и гидроксид алюминия. Корунд. Соли алюминия. Квасцы. Каолин, глина и бокситы. Применение алюминия и его сплавов в технике.

Тема 4. Четвертая группа Периодической системы

Углерод, кремний, германий, олово, свинец (IVA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация типа sp^3. Общие закономерности изменения химических свойств в ряду углерод – свинец.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропические модификации углерода. Искусственные алмазы. Применение графита и активированного угля. Химические свойства углерода. Оксиды углерода, их свойства и применение. Угольная кислота и ее соли. Углеводороды: метан, этилен, ацетилен. Карбиды металлов, их свойства и применение.

Кремний. Кремний в природе. Естественные и искусственные силикаты. Получение кремния. Диоксид кремния. Кварц и кварцевое стекло. Кремневая кислота и ее соли. Растворимое стекло. Стекло, керамика, фарфор, цемент. Силициды металлов. Соединения кремния с водородом.

Германий, олово и свинец. Получение металлов из природных соединений. Химические свойства. Взаимодействие германия, олова и свинца с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей. Амфотерность оксидов и гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца. Соли олова и свинца.

Титан, цирконий, гафний (IVB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства титана. Применение титана и его сплавов. Природные соединения и получение титана. Химические свойства. Взаимодействие с неметаллами (кислородом, водородом, азотом и др.). Диоксид титана. Взаимодействие титана с водой, растворами кислот и щелочей. Химический характер оксидов и гидроксидов.

Тема 5. Пятая группа Периодической системы
Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (VA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Окислительно-восстановительные свойства элементов VA группы. Физические свойства. Аллотропические модификации фосфора. Методы получения азота и фосфора из природных источников и их применение в технике.

Азот. Строение молекулы. Химическая инертность азота. Взаимодействие азота с металлами. Нитриды и их применение. Аммиак. Физические свойства. Строение молекулы аммиака. Аммиак как лиганд в комплексных соединениях. Водный раствор аммиака. Соли аммония. Аммиакаты. Синтез аммиака из элементов - выбор условий. Окисление аммиака. Оксиды азота, их получение и свойства. Взаимодействие с водой и растворами щелочей. Азотная и азотистая кислоты. Синтез азотной кислоты. Ее химические свойства. Взаимодействие металлов и неметаллов с азотной кислотой. Соли азотной кислоты и их применение. Азотные удобрения.

Фосфор. Химические свойства фосфора. Оксиды фосфора. Кислотные свойства оксидов. Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой. Фосфорные кислоты. Соли ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфорные удобрения и их получение.

Тема 6. Шестая группа Периодической системы
Кислород, сера, селен, теллур, полоний (VIA группа).

Строение электронной оболочки атомов. Изменение окислительных и восстановительных свойств в ряду кислород-теллур. Физические свойства. Аллотропия серы. Получение кислорода и серы из природных источников и области их применения.

Кислород. Строение молекулы. Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами. Озон. Получение и окислительные свойства озона. Вода. Строение молекулы. Свойства воды. Пероксид водорода. Электролитические свойства. Пероксиды. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов.

Сера. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Сероводород. Электролитические свойства сероводородной кислоты. Сульфиды. Оксиды серы, их получение, физические и химические свойства. Диоксид серы и сернистая кислота. Электролитические свойства сернистой кислоты и гидролиз ее солей. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV). Оксид серы (VI) и серная кислота.

Получение серной кислоты и ее применение. Олеум. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Сульфаты. Пиросерная кислота, ее свойства.

Хром, молибден, вольфрам (VIB группа)

Строение электронной оболочки атомов. Характерные степени окисления. Физические свойства и применение. Легированные стали.

Хром. Получение хрома. Оксид и гидроксид хрома (III). Их амфотерность. Применение оксида хрома (III). Окисление соединений хрома (III). Соединения хрома (VI): оксид хрома (VI), хромовая и двухромовая кислоты и их соли. Взаимное превращение хроматов и дихроматов. Окислительные свойства дихроматов.

Тема 7. Седьмая группа Периодической системы

Водород

Строение атома и молекулы. Физические свойства. Растворимость водорода в металлах. Природные соединения и получение водорода. Изотопы водорода. Химические свойства водорода. Взаимодействие водорода с металлами. Гидриды. Соединения водорода с неметаллами.

Фтор, хлор, бром, йод, астат (VIIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Окислительные свойства галогенов. Степени окисления. Строение молекул. Физические свойства. Получение галогенов в свободном виде и их применение. Химические свойства галогенов. Взаимодействие их с металлами и неметаллами. Водородные соединения галогенов: получение, физические свойства. Электролитические свойства галогеноводородных кислот. Плавиковая кислота. Получение. Соли плавиковой кислоты: фториды и гидрофториды. Взаимодействие плавиковой кислоты с диоксидом кремния и стеклом. Соляная кислота. Получение и свойства. Соли. Восстановительные свойства галогенид-ионов в ряду: фторид-йодид.

Кислородные соединения галогенов. Соединения фтора с кислородом. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли. Получение солей. Гипохлориты, хлорная известь, бертолетова соль, перхлорат аммония. Получение кислот. Устойчивость, электролитические и окислительные свойства кислот в ряду: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая и хлорная кислоты. Оксиды хлора. Окислительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

Соединения галогенов с неметаллами. Необратимый гидролиз галогенангидридов кислот.

Марганец, технеций, рений (VIIB группа)

Строение электронной оболочки атомов.

Марганец. Природные соединения и получение марганца. Возможные степени окисления. Особенности физических и химических свойств. Применение. Легирование сталей. Взаимодействие марганца с неметаллами (кислородом, серой, фосфором), водой и растворами кислот. Оксиды и гидроксиды марганца, их электролитические свойства. Диоксид марганца. Оксид марганца (VII), марганцевая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в разных степенях окисления. Перманганат калия как окислитель.

Тема 8. Восьмая группа Периодической системы

Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон (VIIIA группа)

Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства. Нахождение в природе и применение благородных газов в технике. Соединения ксенона с фтором и кислородом. Их получение и свойства.

Железо, кобальт, никель, платиновые металлы (VIIIB группа)

Строение электронной оболочки атомов.

Железо, кобальт, никель. Степени окисления. Получение и применение. Доменный процесс. Взаимодействие металлов с кислородом, водой, кислотами. Оксиды и Гидроксиды.

Окислительно-восстановительные свойства соединений металлов со степенью окисления II и III. Ферриты и ферраты. Комплексные соединения.

Платина. Физические и химические свойства. Каталитические свойства платины. Отношение к кислотам. Свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Получение и применение платины.

3.4 Тематика лабораторных занятий

Лабораторная работа 1. Скорость химических реакций. Катализ.
Лабораторная работа 2. Окислительно-восстановительные реакции.
Лабораторная работа 3. Электролиз.
Лабораторная работа 4. Комплексные соединения.
Лабораторная работа 5. Свойства соединений s- металлов.
Лабораторная работа 6. Свойства соединений p- металлов.
Лабораторная работа 7. Свойства соединений d- металлов.
Лабораторная работа 8. Водород. Галогены.
Лабораторная работа 9. Свойства кислорода, серы.
Лабораторная работа 10. Свойства азота и фосфора.

3.5 Тематика курсовых проектов (курсовых работ)

Курсовые работы/проекты отсутствуют.

4. Учебно-методическое и информационное обеспечение

4.1 Основная литература

1. Мартынова Т.В., Артамонова И.В., Годунов Е.Б. Химия. Учебник и практикум. М.: Юрайт, 2015.

2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров нехим. спец. высш. учеб. заведений / Н.Л. Глинка; под ред. д-ра фарм. наук, д-ра пед. наук, проф. В.А. Попкова, д-ра хим. наук, проф. А.В. Бабкова. – 18-е изд., перераб. и доп.; в пер. – М.: Юрайт, 2012. – 898 с.

4.2 Дополнительная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник [Электронный ресурс] / Н.С. Ахметов. – 9-е изд., стер. – Электрон. дан. – СПб.: Лань, 2018. – 744 с. – URL: https://e.lanbook.com/book/107904

2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. [Электронный ресурс] / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. — Электрон. дан. — СПб: Лань, 2014. – 368 с. – URL: http://e.lanbook.com/book/50685

3. Мартынова Т.В. Практикум по неорганической химии [Электронный ресурс]/ Т.В. Мартынова; под ред. автора - М.: Университет машиностроения, 2013. – 60с. (№2828). – URL:http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog.

4.3 Электронные образовательные ресурсы

Проведение занятий и аттестаций возможно в дистанционном формате с применением системы дистанционного обучения университета (СДО-LMS) на основе разработанных кафедрой электронных образовательных ресурсов (ЭОР) по всем разделам программы:

Название ЭОР	Ссылка
Общая химия	https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=567
Неорганическая химия	https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=576

Разработанные ЭОРы включают тренировочные и итоговый тесты.

Порядок проведения работ в дистанционном формате устанавливается отдельными распоряжениями проректора по учебной работе и/или центром учебно-методической работы.

Интернет-ресурсы

Варианты контрольных заданий по дисциплине представлены на сайтах: *http://i-exam.ru*, *http:// fepo.ru*.

Полезные учебно-методические и информационные материалы представлены на сайтах:

http://xumuk.ru/
http://www.chem.ac.ru/
http://www.himiinet.ru/
http://chemistry.narod.ru/

Каждый студент обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронным библиотекам университета

(elib.mgup; lib.mami.ru/lib/content/elektronyy-katalog) к электронно-библиотечным системам (электронным библиотекам)

5. Материально-техническое обеспечение

Аудитории и лаборатории кафедры «ХимБиотех» ПК-411, ПК-433 оборудованы компьютерной и проектной техникой.

Для проведения лабораторного практикума на современном уровне при выполнении лабораторных работ предусмотрено использование следующего оборудования:

1. Аквадистиллятор.
2. Аналитические весы.
3. Технические весы.
4. Электрический полупроводниковый выпрямитель.
5. Миллиамперметры.
6. Сушильный шкаф.
7. Фторопластовые калориметры.
8. Термометры.
9. Электролизеры.
10. pH-метр-иономеры.
11. Спектрофотометр СФ-56.
12. ИК-Фурье спектрометр с прессом ручным гидравлическим.
13. Фотометр КФК-3-01 фотоэлектрический.
14. Установка с вращающимся дисковым электродом (ВЭД-06).
15. Погружной термостат-циркулятор LOIP LT-208 и термостат циркуляционный ВТ3-2.
16. Автоматический титратор TitroLine Alpha.
17. Потенциостат марки IPC PRO-M.
18. Ноутбук с установленными средствами MS Office PowerPoint.
19. Мультимедийный проектор с переносным экраном.
20. Спектрометр атомно-абсорбционный «КВАНТ-2А»
21. Вытяжные шкафы.

6. Методические рекомендации

Методика преподавания дисциплины «Общая и неорганическая химия» и реализация компетентностного подхода в изложении и восприятии материала предусматривает использование следующих активных и интерактивных форм проведения аудиторных и внеаудиторных занятий:

– аудиторные занятия: лекции, лабораторные работы, тестирование;

– внеаудиторные занятия: самостоятельное изучение отдельных вопросов, подготовка к лабораторным работам.

Образовательные технологии

Возможно проведение занятий и аттестаций в дистанционном формате с применением системы дистанционного обучения университета (СДО-LMS) на основе разработанного кафедрой «ХимБиотех» электронного образовательного ресурса (ЭОР) (см. п.4.4).

Порядок проведения работ в дистанционном формате устанавливается отдельными распоряжениями проректора по учебной работе и/или центром учебно-методической работы.

6.1 Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения

6.1.1. Преподаватель организует преподавание дисциплины в соответствии с требованиями «Положения об организации образовательного процесса в Московском политехническом университете и его филиалах», утверждённым ректором университета.

6.1.2. На первом занятии преподаватель доводит до сведения студентов содержание рабочей программы дисциплины (РПД) и предоставляет возможность ознакомления с программой.

6.1.3. Преподаватель особенно обращает внимание студентов на:

- виды и формы проведения занятий по дисциплине, включая порядок проведения занятий с применением технологий дистанционного обучения и системы дистанционного обучения университета (СДО Московского Политеха);
- виды, содержание и порядок проведения текущего контроля успеваемости в соответствии с фондом оценочных средств;
- форму, содержание и порядок проведения промежуточной аттестации в соответствии с фондом оценочных средств, предусмотренным РПД.

6.1.4. Доводит до сведения студентов график выполнения учебных работ, предусмотренных РПД.

6.1.5. Необходимо с самого начала занятий рекомендовать студентам основную и дополнительную литературу и указать пути доступа к ней.

6.1.6. В начале или в конце семестра дать список вопросов для подготовки к промежуточной аттестации (экзамену или зачёту).

6.1.7. Рекомендуется факт ознакомления студентов с РПД и графиком работы письменно зафиксировать подписью студента в листе ознакомления с содержанием РПД.

6.1.8. Преподаватели, ведущий лекционные и лабораторные занятия, должны согласовывать тематический план лабораторных занятий, использовать единую систему обозначений, терминов, основных понятий дисциплины.

6.1.9. Целесообразно в ходе защиты **лабораторных работ** задавать выступающим и аудитории дополнительные и уточняющие вопросы с целью выяснения их позиций по существу обсуждаемых проблем.

Возможно проведение занятий и аттестаций в дистанционном формате с применением системы дистанционного обучения университета (СДО-LMS). Порядок проведения работ в дистанционном формате устанавливается отдельными распоряжениями проректора по учебной работе и/или центром учебно-методической работы.

6.2 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

6.2.1. Студент с самого начала освоения дисциплины должен внимательно ознакомится с рабочей программой дисциплины.

6.2.2. Студенту необходимо составить для себя график выполнения учебных работ, предусмотренных РПД с учётом требований других дисциплин, изучаемых в текущем семестре.

6.2.3. При проведении занятий и процедур текущей и промежуточной аттестации с использованием инструментов информационной образовательной среды дистанционного образования университета (LMS Московского Политеха), как во время контактной работы с преподавателем, так и во время самостоятельной работы студент должен обеспечить техническую возможность дистанционного подключения к системам дистанционного

обучения. При отсутствии такой возможности обсудить ситуацию с преподавателем дисциплины.

Успешное изучение курса «Общая и неорганическая химия» требует от студента работы по конспектированию материала, излагаемого на лекциях, выполнения лабораторных и индивидуальных работ по каждой изучаемой теме. В материалах учебника-практикума/материалах ЭОР следует ознакомиться с примерами выполнения самостоятельных заданий по изучаемой теме, и опираясь на них выполнить индивидуальное задание, оценить свой уровень подготовки, используя тест для самоконтроля с указанием ответов. В случае неправильного ответа на тестовый вопрос следует вернуться к статье учебника по данной теме.

Лабораторные работы направлены на экспериментальное изучение теоретических

положений и формирование практических умений и навыков. При подготовке к предстоящей лабораторной работе студент должен оформить конспект:

- написать заглавие лабораторной работы и ее порядковый номер;
- указать цель работы, оборудование и реактивы;
- изложить последовательность выполнения работы;
- начертить таблицу для занесения полученных результатов;
- при необходимости сделать рисунок экспериментальной установки.
- ознакомиться с правилами техники безопасности при выполнении работы.

По результатам работы студент должен сделать выводы и обсудить их с преподавателем при защите работы.

Студенты, не выполнившие в полном объеме лабораторные работы, предусмотренные РПД, не допускаются до прохождения промежуточной аттестации по дисциплине «Химия материалов».

6.2.4. Самостоятельная работа является одним из видов учебных занятий. Цель самостоятельной работы – практическое усвоение студентами вопросов, рассматриваемых в процессе изучения дисциплины.

Виды внеаудиторной самостоятельной работы:

- самостоятельное изучение отдельных тем дисциплины;
- подготовка к лекционным занятиям;
- оформление конспектов, отчетов по выполненным лабораторным работам и подготовка к их защите.

7. Фонд оценочных средств

Фонд оценочных средств представлен в Приложении 2 к рабочей программе и включает разделы:

7.1. Методы контроля и оценивания результатов обучения

7.2 Шкала и критерии оценивания результатов обучения

7.3. Оценочные средства

7.3.1. Текущий контроль

7.3.2. Промежуточная аттестация

Приложение 1

Тематический план содержания дисциплины «Общая и неорганическая химия»
по направлению подготовки

18.05.01 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий»
Профиль подготовки
«Автоматизированное производство химических предприятий»
Форма обучения: очная
Год набора: 2024/2025
(Инженер)

п/п	Раздел	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов, и трудоемкость в часах					Виды самостоятельной работы студентов					Формы аттестации	
				Л	П/С	Лаб	СРС	КСР	К.Р.	К.П.	РГР	Реферат	К/р	Э	З
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
1.	**Общая химия**														
1.1	Введение. Основные законы и понятия химии	1					5	+							
1.2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева	1		2			5	+					+		
1.3	Химическая связь и строение молекул	1		2			5	+							
1.4	Термохимия. Энергетика химических процессов	1		2			5	+					+		
1.5	Кинетика и химическое равновесие. Катализ	1		2		5	3	+					+		

1.6	Растворы	1		2			5	+					+		
1.7	Окислительно-восстановительные реакции.	1		2		6	4	+					+		
1.8	Электрохимические процессы. Гальванический элемент	1		2			5	+					+		
1.9	Топливные элементы. Электролиз. Коррозия и защита металлов. Защитные покрытия.	1		2		5	3	+					+		
	Форма аттестации	1												+	
	Всего часов по дисциплине в первом семестре	**72**		**16**		**16**	**40**						**2**		
1.10	Комплексные соединения	2		2		4	9								
1.11	Общие свойства металлов. Сплавы	2					9								
2.	**Неорганическая химия**														
2.1	I группа ПС	2													
2.1.1	Щелочные металлы.	2		2	2	2	9	+					+		
2.1.2	Медь, серебро, золото.	2			1	2	9	+					+		
2.2	II группа ПС	2													
2.2.1	Бериллий, магний и щелочноземельные элементы.	2		2	2	4	9	+					+		
2.2.2	Цинк, кадмий, ртуть.	2				2	9	+					+		
2.3	III группа ПС. Бор, алюминий, галлий, индий, таллий	2		2	2		9	+					+		
2.4	IV группа ПС	2													
2.4.1	Углерод, кремний, германий, олово, свинец	2		2	2	4	9	+					+		
2.4.2	Титан, цирконий, гафний	2					9	+					+		
2.5	V группа ПС	2													
2.5.1	Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут	2		2	2	4	9	+					+		
2.6.	VI группа ПС	2													
2.6.1	Кислород, сера, селен, теллур, полоний	2		2	2	4	9	+					+		
2.6.2	Хром, молибден, вольфрам	2			1	2	9	+					+		
2.7	VII группа ПС	2													
2.7.1	Водород. Фтор, хлор, бром, йод, астат	2		2	2	4	9	+					+		

2.7.2	Марганец, технеций, рений	2		1	1	2	9	+					+		
2.8.	VIII группа ПС	2													
2.8.1	Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон	2					9	+							
2.8.2	Железо, кобальт, никель, платиновые металлы	2		1	1	2	9	+					+		
	Форма аттестации	2												+	
	Всего часов по дисциплине во втором семестре	**216**		**18**	**18**	**36**	**144**						**2**		

Приложение 2

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки

18.05.01. «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий»

Образовательная программа (профиль подготовки)

«Автоматизированное производство химических предприятий»

В процессе обучения в течение семестра используются оценочные средства текущего контроля успеваемости и промежуточных аттестаций. Применяются следующие оценочные средства: контрольные работы, тесты, защита лабораторных работ.

1. Методы контроля и оценивания результатов обучения

№ ОС	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Тест (Т)	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося.	Фонд тестовых заданий
2	Контрольная Работа (К/р)	Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу	Примеры контрольных работ
3	ЗЛР	Средство проверки умений и навыков применять полученные знания для решения практических задач с помощью инструментальных средств.	Задания для защиты лабораторных работ

2. Шкала и критерии оценивания результатов обучения

Форма промежуточной аттестации: экзамен.

Обязательными условиями подготовки студента к промежуточной аттестации является выполнение и защита студентом лабораторных работ, предусмотренных рабочей программой и прохождение всех промежуточных тестов не ниже, чем на 50% правильных ответов. Промежуточные тестирования могут проводится как в аудитории Университета под контролем преподавателя, так и дистанционном формате на усмотрение преподавателя.

Шкала оценивания	**Описание**
Отлично	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные Рабочей программой. Студент демонстрирует соответствие знаний, умений, навыков приведенных в таблицах показателей, оперирует

	приобретенными знаниями, умениями, навыками, применяет их в ситуациях повышенной сложности. При этом могут быть допущены незначительные ошибки, неточности, затруднения при переносе знаний и умений на новые, нестандартные задания
Хорошо	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные Рабочей программой. Студент демонстрирует неполное, правильное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, либо если при этом были допущены 2-3 несущественные ошибки.
Удовлетворительно	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные Рабочей программой. Студент демонстрирует соответствие знаний, в котором освещена основная, наиболее важная часть материала, но при этом допущена одна значительная ошибка или неточность.
Неудовлетворительно	Не выполнен один или более видов учебной работы, предусмотренных Рабочей программой. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенных в таблицах показателей, допускаются значительные ошибки, проявляется отсутствие знаний, умений, навыков по ряду показателей, студент испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые задания.

3. Оценочные средства

3.1. Текущий контроль

Примерные варианты контрольных работ

Контрольная работа №1

1. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулы элемента с порядковым номером 22. Укажите электронное семейство, напишите значения всех квантовых чисел формирующего электрона атома элемента.

2. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции: $4Fe_{(к)}+3O_{2(г)}=2Fe_2O_{3(к)}$. Укажите экзо- или эндотермической будет данная реакция.

3. Как изменится скорость химической реакции: $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightarrow HI_{(г)}$, если: а) уменьшить концентрацию H_2 в 2 раза; б) повысить температуру процесса на 60°С (γ=4)?

4. Составьте выражение константы химического равновесия для процесса 3.

Контрольная работа №2

1. В каком объеме 0,1 н $CuSO_4$ содержится 8 г безводной соли?

2. Какие из указанных солей подвергаются гидролизу? Приведите молекулярные и ионные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды. Ацетат аммония, нитрат хрома(III), карбонат лития, сульфат цезия.

3. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого 9,3.

4. Укажите тип ОВР для каждой из приведенных схем реакций. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:

$KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$;

$Sn + HNO_3(p) \rightarrow Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

Контрольная работа №3

1. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде согласно схеме:

$Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$

2. При взаимодействии 3 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовано 150 мл 0,1 н раствора соляной кислоты. Определите массовую долю натрия в амальгаме.

3. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом полуреакций:

1) $KMnO_4+KI+H_2SO_4 \rightarrow I_2+MnSO_4+K_2SO_4+H_2O$

2) $Cr_2(SO_4)_3+PbO_2+KOH \rightarrow K_2CrO_4+PbSO_4+H_2O$

Контрольная работа №4

1. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде согласно схеме:

$C \rightarrow H_2 \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow H_2O_2 \rightarrow I_2$

2. Какой объем кислорода (н.у.) выделится при разложении 10г 6%-го раствора пероксида водорода?

3. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом полуреакций:

1) $S+NaOH \rightarrow Na_2SO_3+Na_2S+H_2O$

2) $Na_2S_2O_3+Cl_2+H_2O \rightarrow NaHSO_4+8HCl$

Образец тестовых заданий по теме «Термохимия. Энергетика химических процессов»

1. Как называется энергия движения и взаимодействия всех частиц системы, за исключением кинетической энергии движения системы и потенциальной энергии ее в поле тяготения?

1) энтальпия;

2) внутренняя энергия;

3) потенциал Гиббса.

2. Как называется функция состояния, характеризующая теплосодержание системы при p=const?

1) энтальпия;

2) энергия Гиббса;

3) энтропия.

3. При абсолютном нуле энтропия всех тел равна 0- это:

1) Первый закон термодинамики;

2) Второй закон термодинамики;

3) Третий закон термодинамики.

4. Не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии при стандартных условиях для реакций: а) $2SO_{2(г)}+O_{2(г)}=2SO_{3(г)}$; б) $NH_{3(г)}+HBr(г)=NH_4Br_{(к)}$.

1) а) $\Delta S>0$; b) $\Delta S<0$;

2) а) $\Delta S>0$; b) $\Delta S>0$;

3) а) $\Delta S<0$; b) $\Delta S<0$.

5. Рассчитайте температуру равновесия для обратимой реакции, если $\Delta H_p^0=260,3$ кДж, $\Delta S_p^0=282$ Дж/К:

1) 0,92 К;

2) 923 К;

3) 1,08 К.

6. Как называются реакции, протекающие с выделением тепла?

1) гетерогенные;

2) экзотермические;

3) эндотермические.

7. Подводимая к системе энергия расходуется на увеличение внутренней энергии и совершение работы против сил внешнего давления - это:

1) Первый закон термодинамики;

2) Второй закон термодинамики;

3) Третий закон термодинамики.

8. Как называется критерий самопроизвольного протекания реакции при постоянном давлении?

1) энтальпия;

2) энергия Гиббса;

3) энтропия.

9. Функция состояния, характеризующая степень неупорядоченности системы, – это:

1) энтальпия;

2) энергия Гиббса;

3) энтропия.

10. Какова стандартная энтальпия образования оксида бария – BaO в кДж/моль, если при окислении 0,2 моль бария выделилось 111,62 кДж тепла?

1) 1116,2;

2) 2232,4;

3) 558,1.

Ключи к тестовым заданиям

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
№ ответа	2	1	3	3	2	2	1	2	3	3

Перечень вопросов для подготовки к экзамену (1 семестр)

1. Волновая функция. Электронное облако и орбиталь. Квантовые числа, их взаимосвязь.

2. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Орбитальное квантовое число. Подуровни. Форма s- и p- орбиталей.

3. Магнитное квантовое число. Количество орбиталей в s-, p-, d- и f- подуровнях, взаимная ориентация атомных орбиталей.

4. Спиновое квантовое число. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.

5. Принцип и последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах.

6. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.

7. Правило Паули и правило Гунда (примеры применения).

8. Элементарные частицы: электрон, протон и нейтрон. Их заряд и масса.

9. Заряд ядра и порядковый номер элемента в периодической системе. Массовое число, атомная масса элемента. Изотопы.

10. Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система элементов с точки зрения строения электронной оболочки атомов. Современная формулировка периодического закона.

11.Периодическая система элементов. Периоды и группы элементов. Причина периодического изменения свойств элементов.

12. Радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (ЭО). Изменение этих параметров по периодам и группам периодической системы.

13. Основные характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, полярность связи). Валентные углы.

14. Изменение потенциальной энергии системы при сближении двух атомов водорода. Длина и энергия связи в молекуле водорода. Изменение энергии системы при образовании химической связи.

15. Механизм образования ковалентной связи. Общая пара электронов. Ковалентность атомов. Ковалентная неполярная и полярная связь (примеры). Насыщаемость и направленность ковалентной связи.

16. Механизм образования неполярной и полярной ковалентной связи на примере молекул Cl_2 и HCl.

17. σ- и π -связи. Простые и кратные связи на примере молекулы азота.

18. Механизм образования ионной связи. Правило октета. Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Степень ионности химической связи и влияние на нее Δ ЭО взаимодействующих атомов.

19. Валентность атомов в основном и возбужденном состоянии. Гибридные орбитали, их форма. Типы гибридизации: sp, sp^2, sp^3 и расположение орбиталей в пространстве.

20. Валентные углы. Пространственная форма молекул. Линейные, угловые и пирамидальные молекулы. Схемы перекрывания валентных орбиталей в этих молекулах.

21. Дипольный момент. Дипольный момент химической связи и молекул сложного вещества.

22. Понятия "система", "фаза", "компонент" (определения). Гомогенные и гетерогенные реакции (примеры).

23. Энергетические эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции (примеры). Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него.

26. Применение следствий из закона Гесса для расчета энтальпий химических реакций. Стандартные условия. Энтальпия образования сложного вещества.

27. Средняя и истинная скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.

28. Гомогенные химические реакции (примеры). Влияние на скорость гомогенной реакции концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции.

29. Влияние температуры на скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Причина зависимости скорости химической реакции от температуры. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент.

30. Гетерогенные реакции (примеры). Скорость гетерогенной реакции, влияние на нее диффузии и поверхности раздела фаз. Константа равновесия для гетерогенной реакции.

31. Катализ и катализаторы. Катализ гомогенный и гетерогенный, положительный и отрицательный. Механизм действия катализаторов. Примеры применения катализаторов в промышленности.

32. Необратимые и обратимые реакции (примеры). Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия.

33. Правило Ле-Шателье и применение его к равновесным системам. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры.

34. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры. Выбор оптимальных условий проведения химических реакций на примере синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $\Delta H_{x.p.} < 0$.

35. Растворы. Способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная и нормальная концентрации, титр). Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Перекристаллизация.

36. Тепловые эффекты при растворении кристаллического вещества в жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения. Влияние температуры на растворимость кристаллического вещества в жидкости.

37. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости газов в жидкости от давления (закон Генри) и температуры. Применение правила Ле-Шателье к процессу растворения газа в жидкости.

38. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Степень (α) и константа ($к_{дис.}$) диссоциации. Факторы влияющие на α и $к_{дис.}$? Сильные и слабые электролиты (примеры).

39. Диссоциация электролитов. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. На примерах диссоциации фосфорной кислоты (H_3PO_4) и гидроксида кобальта (II) $Co(OH)_2$. Константа электролитической диссоциации.

40. Закон разбавления Оствальда для слабого бинарного электролита (вывод). Влияние концентрации раствора слабого электролита на степень электролитической диссоциации.

41. Ионообменные реакции с образованием осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона (примеры).

42. Произведение растворимости и применение его для вычисления концентрации насыщенного раствора и возможности выпадения осадка из раствора.

43. Электролитическая диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH) растворов.

44. Концентрация ионов водорода и ионов гидроксида в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Показатель pH и его значение в этих растворах.

45. Гидролиз солей. Ступенчатый гидролиз. Изменение pH при гидролизе. Необратимый гидролиз.

46. Степень и константа гидролиза. Влияние температуры и концентрации раствора на гидролиз.

47. Классификация дисперсных систем. Поверхностные явления. Адсорбция. Поверхностно-активные вещества.

48. Коллоидные системы (золи). Получение коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Устойчивость коллоидных систем.

Перечень вопросов для подготовки к экзамену (2 семестр)

1. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления и валентность атомов. Окисление и восстановление.

2. Электронный баланс. Составление окислительно-восстановительных реакций на примере:

$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.

3. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние условий проведения окислительно-восстановительных реакций (кислотность среды, температура, катализатор) на состав продуктов реакции.

4. Электролиз. Последовательность разряда ионов на электродах. Схемы процессов электролиза расплава и раствора NaCl. Законы электролиза (законы Фарадея).

5. Электролиз. Схемы процессов электролиза с инертными электродами и растворимым анодом. Применение электролиза.

6. Равновесие в системе металл-раствор его соли. Устройство и принцип действия первичного гальванического элемента Даниеля-Якоби.

7. Относительный электродный потенциал. Водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов для пар Me/Me^{n+} (ряд напряжений) и выводы из него. Применение стандартных электродных потенциалов для определения возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.

8. Коррозия металлов. Механизм химической и электрохимической коррозии. Пассивность металлов. Способы защиты от коррозии.

9. Комплексные соединения. Комплексообразователь, лиганды, координационное число. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Номенклатура комплексных соединений.

10. Образование химической связи в комплексных соединениях по методу валентных связей. Магнитные свойства комплексов.

11. Свойства неорганических веществ. Общая характеристика металлов. Зависимость свойств металлов от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева. Кристаллическое строение металлов и сплавов. Физические свойства. Общие химические свойства. Пиро-, гидро- и электрометаллургия. Электролитическое получение и рафинирование металлов. Зонная плавка. Химический состав и структура сплавов. Термический анализ, диаграммы состояния сплавов.

12. Металлы s- семейства. Особенности электронного строения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение.

13. Металлы p-семейства. Особенности электронного строения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение, сплавы.

14. Соединения металлов s- семейства (гидриды, оксиды, гидроксиды, соли), свойства, получение и применение.

15. Соединения металлов p- семейства (гидриды, оксиды, гидроксиды, соли), свойства, получение и применение.

16. Металлы d- семейства. Электронное строение, положение в периодической системе.

17. Характеристика соединений d-металлов в различных степенях окисления.

18. Металлы IБ, IIБ, VIIIБ групп. Нахождение в природе, получение. Свойства простых веществ и соединений, применение. Сплавы меди, железа.

19. Общая характеристика неметаллов. Положение в периодической системе и электронное строение атомов неметаллов VIIA, VIA, VA, IVA групп.

20. Особенности физических и химических свойств водорода и галогенов. Получение и применение.

21. Особенности физических и химических свойств кислорода и серы. Получение и применение.

22. Особенности физических и химических свойств азота и фосфора. Получение и применение.

23. Особенности физических и химических свойств углерода, кремния и бора, получение и применение.

24. Свойства водородных, кислородсодержащих неметаллов VIIA группы, получение и применение.

25. Свойства водородных, кислородсодержащих соединений неметаллов VIA группы, получение и применение.

26. Свойства водородных, кислородсодержащих соединений неметаллов VA группы, получение и применение.

27. Свойства водородных, кислородсодержащих соединений неметаллов IIIA и IVA групп, получение и применение.

3.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация проводится на 1 семестре обучения в форме экзамена и на 2 семестре в форме экзамена.

Студент допускается к экзамену, если выполнены следующие виды работ:

- выполнены и защищены лабораторные работы;
- пройдены тестовые задания по всем темам курса с результатом не ниже 50%;
- выполнены контрольные работы, предусмотренные в семестре, на оценку не ниже «удовлетворительно».

Оценка по экзамену может быть выставлена по результатам текущей успеваемости в течение семестра.